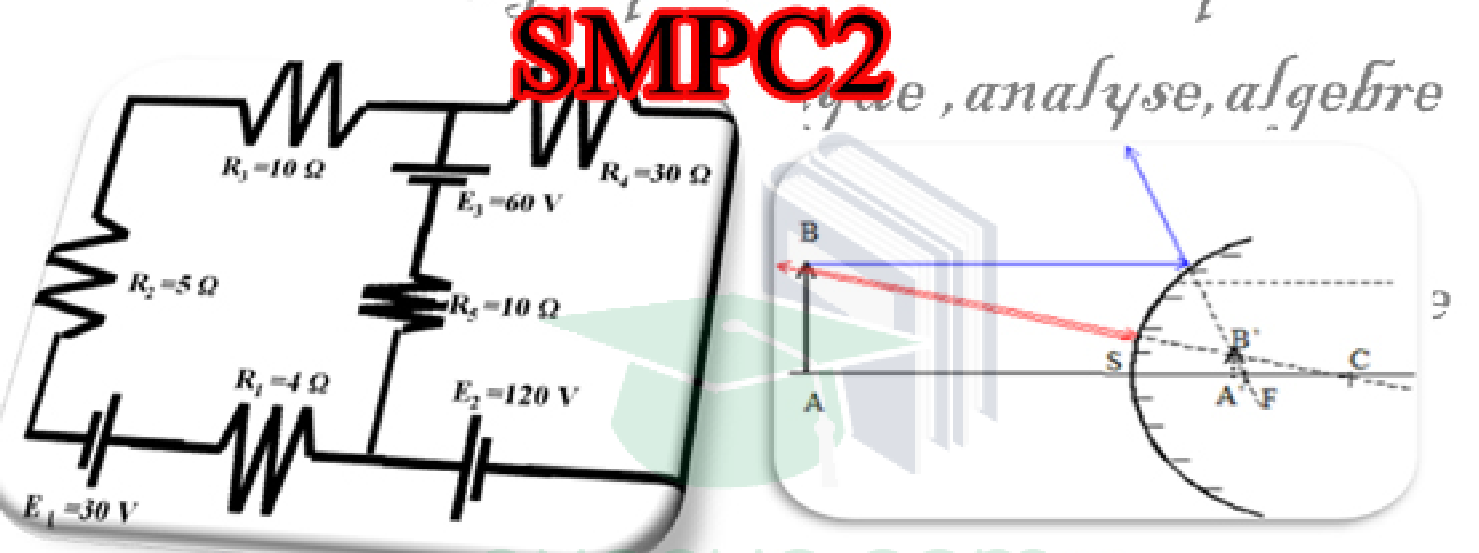
جامعة شعيب الدكالي
كلية العلوم



CORRECTION DES EXAMENS

SMPC2



éléctricité,optique,laiasson chimiques

chimie des solutions ,langue ,analyse,algebre

من إنجاز نادي النجاح



2^{émé} EDITION

2014/2015



تم بفضل الله الإنتهاء من إعداد هذا المطبوع الذي شارك في إعداده كل من الطلبة :

عبد الهادي حملي ،عبد العزيز مقطفي ، إيمان أسس ،زكرياء المعيدن، هشام حباش، محمد المالكي .

وتشكراتنا لكل من ساهم من قريب أو بعيد في إنجاز هذا التصحيح، الذي نتمنى أن يكون وسيلة إيجابية وفعالة في الرفع من مستوى التحصيل العلمي بالجامعة ، وان يجعل منه الطالب مرجع للتأكد من الطريقة المتبعة في الإجابة عن الأسئلة أثناء الامتحان .

ونتوجه بشكر خاص لكل من الأساتذة :

نورالدين الحوسيف ،محي الدين اباني ،إنعام العلوي العبدلاوي ،حميد نبدي، خالد الصريدي ،محمد لغدير.

لأي إستفسار المرجو مراسلتنا عبر:

Facebook : www.facebook.com/succes.club

نادي النجاح كلية العلوم الجديدة

e-mail : clubnajah2013@gmail.com

أو ولوج الموقع الإلكتروني للنادي

Site web : www.clubnajah.blogspot.com

UNIVERSITE CHOUAÏB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL-JADIDA

ANNEE UNIVERSITAIRE 2013/2014

Filières SMPC

EPREUVE DE L'ELEMENT « LIAISONS CHIMIQUES »
DU MODULE CHIMIE GENERALE 1
1ème SEMESTRE
(Durée : 1H 30, Note : 20 pts)
Documents interdits

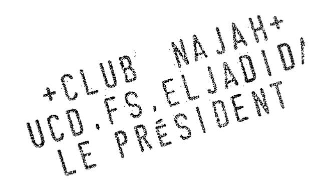
NB : La présentation de la copie est notée.

I - Soit la molécule diatomique hétérogène suivante HCl :

1) Quelle est la nature de la liaison entre le chlore et l'hydrogène ?
2) Quelles sont les conditions que doivent remplir les orbitales atomiques pour se recouvrir et former des orbitales moléculaires ?
3) En tenant compte des énergies des orbitales atomiques (voir ci-dessous), établir le diagramme énergétique des orbitales moléculaires de la molécule HCl.
4) Donner la configuration électronique de la molécule HCl.
5) Calculer le nombre de liaison.
6) Calculer le moment dipolaire de la molécule HCl.
7) Donner l'expression des fonctions d'onde des orbitales moléculaires liante et antiliante formées. Discuter les coefficients pour chaque fonction sans faire le calcul.
8) Donner la représentation de Lewis de la molécule HCl

On donne :

- Z(Cl) = 17
- Les énergies des orbitales atomiques : $E_{1s}(H) = -13,6eV$
  $E_{3s}(Cl) = -24,6eV$, $E_{3p}(Cl) = -13,0eV$
- La longueur de la liaison : $d_{H-Cl} = 1,274$ Å
- Le caractère ionique partiel de la liaison : $\delta = 0,175$



II – Soit la molécule MgF_2 ($_{12}Mg$, $_9F$)

1) Donner la représentation de Lewis de cette molécule
2) Quelle est l'hybridation de l'atome central ?
3) Donner l'expression des fonctions d'onde des orbitales atomiques hybrides (φ_{ti}).
4) Calculer les différents coefficients de ces fonctions d'onde (φ_{ti})

III – Le magnésium ($_{12}Mg$) peut être à l'état solide très compact

1) Quelle est la nature de la liaison entre les atomes Mg ?
2) Pourquoi le magnésium peut faire ce genre de liaison ?
3) Expliquer pourquoi ce matériau est un conducteur.

****

UNIVERSITE CHOUAÏB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL JADIDA

Année universitaire 2013 - 2014

SMCP1
Examen de Chimie Générale I- "LIAISON CHIMIQUE" - 1h30

Exercice I (questions de cours)

I- Pour un solide ionique ($C^{z+}A^{z-}$):
Définir l'énergie réticulaire et écrire la réaction chimique correspondante.

II- A l'état solide ou liquide quel type d'interaction (Force) intermoléculaire intervient entre :

a- Des molécules polaires.

b- Des molécules polaires et des molécules non polaires.

c- Des molécules non polaires.

Exercice II

L'élément Soufre ($_{16}S$) avec l'élément Oxygène ($_{8}O$) peut donner plusieurs composés tel que :

SO **SO₂** **SO₃**

Partie I:

En justifiant votre réponse, établir la représentation de Lewis de ces trois moléculaires.
(dans SO_2 et SO_3 l'atome central est S)

Partie II:

1- Etablir le diagramme énergétique des orbitales moléculaires de **SO**. (on suppose qu'il y a interaction **s-p**)

2- Déduire la configuration électronique de $(SO)^-$, **SO** et $(SO)^+$.

3- En justifiant votre réponse, comparer l'énergie de dissociation de $(SO)^-$, **SO** et $(SO)^+$.

4- Ecrire l'expression de l'orbitale moléculaire liante (σ_z). Comparer les contributions.

Partie III: *(S est l'atome central)*

1- En appliquant les règles de GILLESPIE pour les deux molécules SO_2 **et** SO_3:

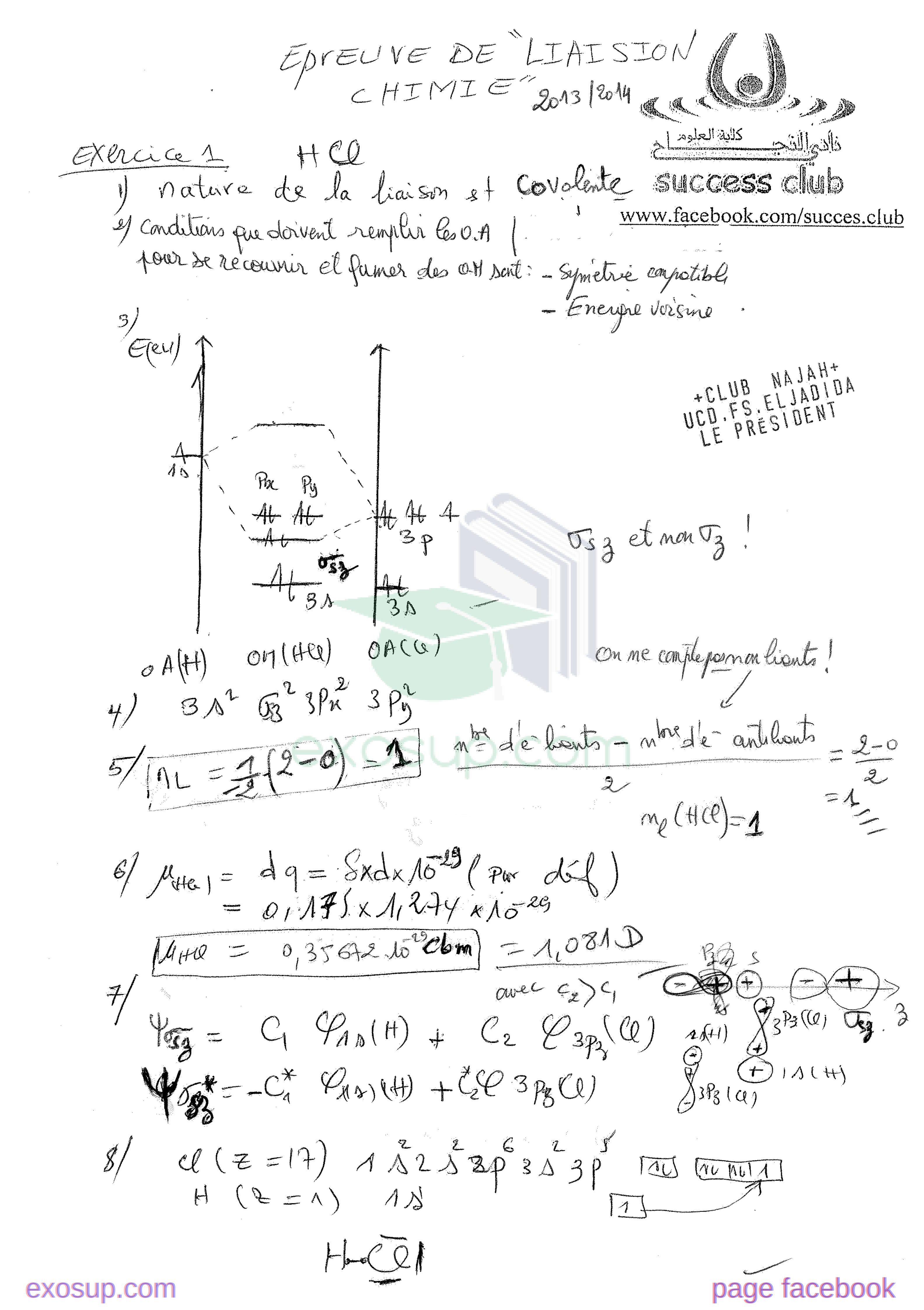
a. Déterminer la formule de Gillespie AX_nE_m.

b. Déduire l'état d'hybridation de l'atome central et la géométrie de chaque molécule.

2- Pour l'atome central dans la molécule SO_2, donner les expressions des fonctions d'onde hybrides. (**sans faire le calcul des coefficients**).

3- Quelles sont les orbitales atomiques responsables de la formation de la liaison entre le Soufre et l'Oxygène dans la molécule SO_3?

4- Si on remplace deux atomes d'Oxygène par deux atomes de Fluore ($_{9}F$) dans la molécule SO_3, quelle serait la géométrie? Justifier votre réponse.



Epreuve de "Liaision chimie" 2013/2014

Exercice 1 HCl

1) nature de la liaison est Covalente

2) Conditions que doivent remplir les O.A pour se recouvrir et former des OM sont : - Symétrie compatible
- Energie voisine

3) E(eV)

σ_{sz} et non σ_z !

On ne compte pas non liants !

4) $3s^2\ \sigma_z^2\ 3p_x^2\ 3p_y^2$

5) $n_L = \frac{1}{2}(2-0) = 1$

$\frac{n^{bre}\text{ de liants} - n^{bre}\text{ de antiliants}}{2} = \frac{2-0}{2} = 1$

$n_\ell(HCl) = 1$

6) $\mu_{HCl} = dq = \delta \times d \times 10^{-29}$ (par déf)

$= 0{,}175 \times 1{,}274 \times 10^{-29}$

$\mu_{HCl} = 0{,}35672 \cdot 10^{-29}\ \text{Cbm}$ $= 1{,}081\ D$

7) avec $c_2 > c_1$

$\psi_{\sigma_{sz}} = C_1\ \varphi_{1s}(H) + C_2\ \varphi_{3p_z}(Cl)$

$\psi_{\sigma^*_{sz}} = -C_1^*\ \varphi_{(1s)}(H) + C_2^*\varphi\ 3p_z(Cl)$

8) $Cl\ (Z=17)\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$H\ (Z=1)\ 1s^1$

H—Cl

II/ 1) molécule MgF_2 ($_{12}Mg$ $_9F$)

* Mg (z = 12) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$ — $3s^2$ $3p^0$; Mg^*

* F(z = 9) $1s^2 2s^2 2p^5$ — 2s, 2p

|F — Mg — F|

2) Hypridation sp

3) $\varphi_{t_1} = a_1 \varphi_{3s} + b_1 \varphi_{3p_z}$

$\varphi_{t_2} = a_2 \varphi_{3s} + b_2 \varphi_{3p_z}$

4)

$\int .. dV = 1$

On φ_{2s} Con la même contrusition

$a_1^2 + a_2^2 = 1 \Rightarrow a_1 = a_2 = \frac{\sqrt{2}}{2}$

one $a_1^2 + b_1^2 = 1 \Rightarrow b = \frac{\sqrt{2}}{2}$

$a_2 + b_2^2 = 1 \Rightarrow -b_2 = \frac{\sqrt{2}}{2}$

$\varphi_{t_1} = \frac{\sqrt{2}}{2} \varphi_{1s} + \frac{\sqrt{2}}{2} \varphi_{3p_z}$

$\varphi_{t_2} = \frac{\sqrt{2}}{2} (\varphi_{1s} - \varphi_{3p_z})$

III/ Mg (z = 12)

1) liaison métallique

2) Le magnesium est un atome électropositif → peut faire ce genre de liaison

3) conducteur car chevauchement entre BV (3s) pleine et B.C (3p) vide.

النجاح ليس له نهاية، والفشل ليس أبديا.

"LIAISON CHIMIQUE"

"2013 _ 2014"

Exercice I

Voir le cours

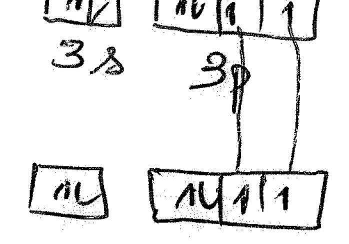
Exercice II

$_{16}S$ - $_8O$ SO SO_2 SO_3

Partie I

* SO

S (Z=16) ⇒ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
⇒ [Ne] $3s^2 3p^4$ cv



|S:

O (Z=8) ⇒ $1s^2\ 2s^2 2p^6$
⇒ [He] $2s^2$ cv $2p^6$

|O:

SO ⇒ ⟨S = O⟩

** SO_2

S*

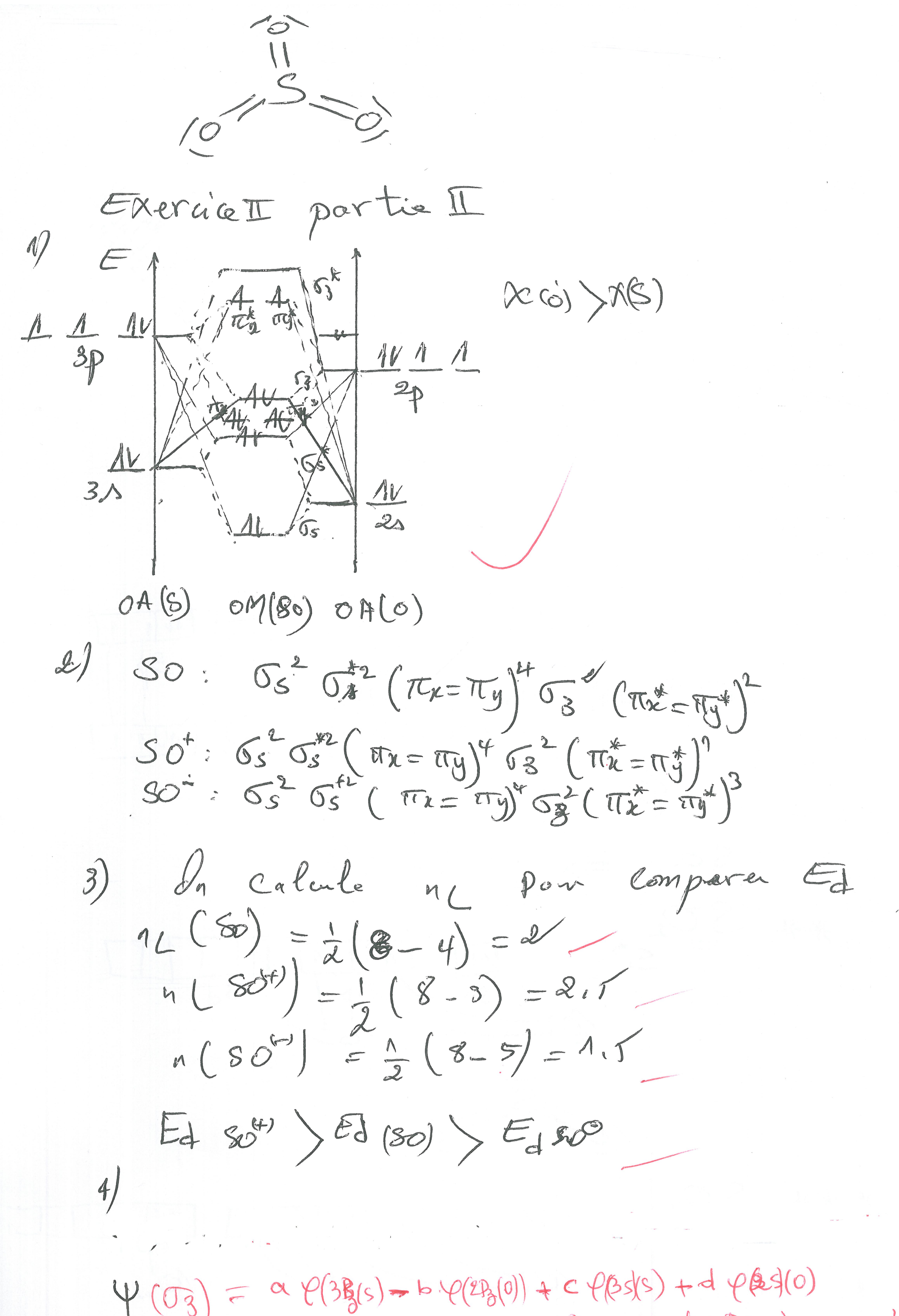
3s 3p 3d

|O — S — O|

*** SO_3

S**

|O| |O| |O|


Exercice II partie II
1)
E
3p
3s
2p
2s
x(O) > x(S)
OA (S)
OM (SO)
OA (O)
2) SO : σs² σs*² (πx = πy)⁴ σ3² (πx* = πy*)²
SO+ : σs² σs*² (πx = πy)⁴ σ3² (πx* = πy*)¹
SO- : σs² σs*² (πx = πy)⁴ σ3² (πx* = πy*)³
3) On calcule nL pour comparer Ed
nL (SO) = 1/2 (8 − 4) = 2
nL (SO(+)) = 1/2 (8 − 3) = 2,5
n (SO(−)) = 1/2 (8 − 5) = 1,5
Ed SO(+) > Ed (SO) > Ed SO(−)
4)
Ψ(σ3) = a φ(3pz(S)) − b φ(2pz(O)) + c φ(3s(S)) + d φ(2s(O))
b > a > c > d
X(O) < X(S) donc contributions à corriger !

Partie III (S est l'atome central)

1) a; b) $_{16}S$ ⟹ CV = 6e⁻

$*SO_2$

liaison σ = 2 ; $m + n = 3$

liaison π = −2 ; $n = 2$ ⟹ $m = 1$

$6 \div 2 = 3$ sp^2

AX_2E_1 hybridation sp^2 ⟹ Forme en V

$** SO_3$

e⁻ de cv 6e⁻

σ 3

π −3

$6 \div 2 = 3$

$m + n = 3$ ⟹ $n = 3$, $m = 0$

$AX_3E_0 = AX_3$ triangulaire

Hybridation sp^2 ⟹

2) $_{16}S$ [↑↓] [↑ | ↑ | ↑] (p_x, p_y, p_z) [↑ | | |] (d_{z^2})

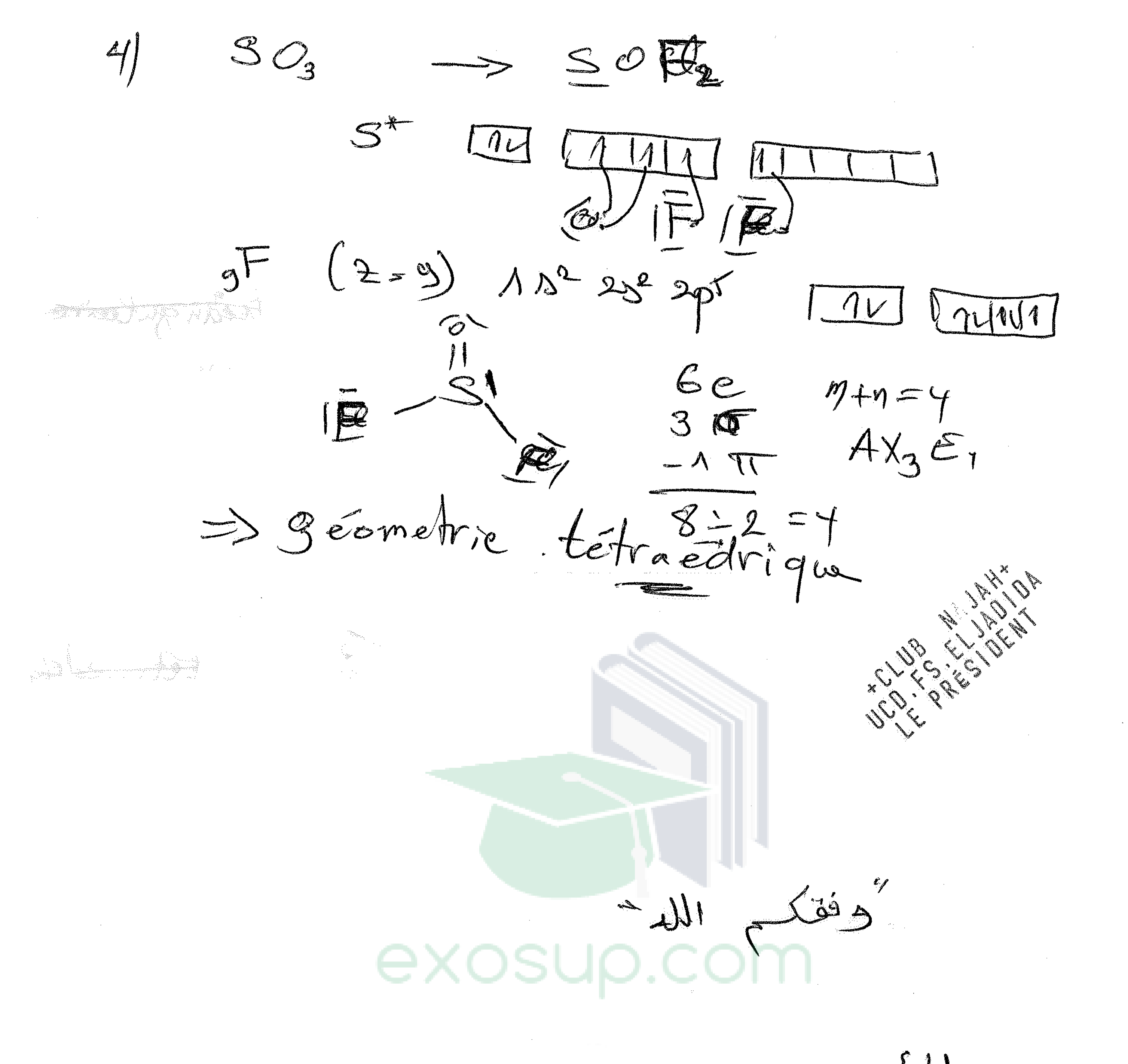
O O

$$\varphi_{\sigma_3} = a_1 \varphi_{3z}(S) + b_1 \varphi_{2s}(O_A) + c_1 \varphi_{2s}(O_B)$$

$$\varphi_{\sigma_3^*} = a_2 \dots$$

3) les orbitals atomique responsable sont $3s$, $3p_x$, $3p_y$, $3p_z$, $3d_{z^2}$ et $3d_{x^2-y^2}$ de l'atome S

$2p_y$ et $2p_z$ de l'atome O



الأهداف التي تضعها تسمح لك بأن تتحكم في إتجاه التغيير في حياتك : (براين تريسي)

هؤلاء الواقفون على قمة الجبل لم يهبطوا من السماء هناك

UNIVERSITE CHOUAÏB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL JADIDA

ANNEE UNIVERSITAIRE 2012-2013

Examen de Chimie générale 1

"Liaisons chimiques"SMPC1-Session de rattrapage (1h30)

Données : $_1H$ $_8O$ $_6C$ $_{15}P$ $_7N$

Exercice I

A l'aide de la théorie des bandes d'énergie, représenter les différents types de métaux selon leur nature conductrice.

1- Définir une bande de valence et une bande de conduction.

Exercice II

On donne les énergies des orbitales atomiques des atomes de carbone et d'oxygène exprimées en eV :

Carbone	1S (C) = -307	2S (C) = -19	2P (C) = -11,7
Oxygène	1S (O) = -560	2S (O)= -33.7	2P (O) = -17.1

1. Donner la configuration électronique de **C** et de **O**.
2. Construire les diagrammes énergétiques de C_2 et de O_2.
3. Donner la configuration moléculaire de C_2 et de O_2.
4. Ces 2 molécules peuvent donner chacun un cation et un anion, comparer :
   a. La distance dO_2, dO_2^+, dO_2^-
   b. La distance dC_2, dC_2^+, dC_2^-
   c. L'énergie de dissociation dans la série O_2, O_2^+, O_2^-
   d. L'énergie de dissociation dans la série C_2, C_2^+, C_2^-

Exercice III

En utilisant la théorie de GILLESPIE :

1. Représenter la forme géométrique et donner le nombre de paires liantes et non liantes des molécules suivantes : CO_3^{2-}, NO_2^-, NH_4^+, NH_3 et PCl_5.
2. Comparer les angles de liaisons dans les molécules suivantes : NH_3, CH_4 et H_2O.

Exercice IV

Le dioxyde d'azote NO_2 possède 1 électron célibataire

1. Décrire cette molécule en utilisant le modèle de Lewis.
2. Cette molécule peut donner facilement un anion NO_2^- et un cation NO_2^+.
   a. Quelles sont les structures de Lewis de ces ions ?
   b. Déterminer l'état d'hybridation de N dans NO_2^- et NO_2^+. Justifier votre réponse ?
   c. En appliquant les règles de Gillespie, donner la géométrie de NO_2^- et NO_2^+.

****

Exam de chimie liaison
session rattrapage (2012-2013)

Exercice 1

Voire le cours

Exercice 2

1) $_6C$ $1s^2\ \underline{2s^2 2p^2}$ CV

$8.O$ $1s^2\ \underline{2s^2 2p^4}$ CV

2)

E(eV) — OA(C) — OM(C_2) — OA(C) — E(eV): 2p, 2s, σ_s, σ_s^*, π_x, π_y, σ_z, π_x^*, π_y^*, σ_z^*

E(eV) — OA(O) — OM(O_2) — OA(O) — E(eV): 2s, σ_s, σ_s^*, σ_z, π_x, π_y, π_x^*, π_y^*, σ_z^*

3) configuration moléculaire

pour C_2 : $\sigma_s^2\ \sigma_s^{*2}\ (\pi x = \pi y)^4$

pour O_2 : $\sigma_s^2\ \sigma_s^{*2}\ \sigma_z^2\ (\pi x = \pi y)^4 (\pi x^* = \pi y^*)^2$

4°/ pour comparer la distance est l'energie dissociation on calculons la l'ordre de liaison

a°/ pour O_2 $n_L = \frac{1}{2}(8-4) = 2$

pour O_2^+ $n_L = \frac{1}{2}(8-3) = 2.5$

pour O_2^- $n_L = \frac{1}{2}(8-5) = 1.5$

Donc $d\,O_2^+ < d\,O_2 < d\,O_2^-$

plus l'indice de liaison est grand plus la liaison est forte et difficile à casser ! donc Ed est grande.

plus la distance est petite !

c°/ $E\,O_2^+ > E\,O_2 > E\,O_2^-$

5°/ Pour C_2

$n_L = \frac{1}{2}(6-2) = 2$

pour $C_2^{\ominus}$ $n_L = \frac{1}{2}(7-2) = 2.5$

pour $C_2^{\oplus}$ $n_L = \frac{1}{2}(5-2) = 1.5$

Donc $d\,C_2^{\ominus} < d\,C_2 < d\,C_2^{\oplus}$ Attention

d/ $E\,C_2^{\ominus} > E\,C_2 > E\,C_2^{\oplus}$

Exercice III

* $CO_3^{2\ominus}$ (le nom carbonate)

$X(O) > X(C)$

$\Rightarrow$ le $(-)$ sur le O

$C\ (Z=6) = 1s^2 2s^2 2p^2$

AX_3

e⁻ CV 4

liaison σ 3

liaison π −1

$6 \div 2 = 3 = m+n$ $\begin{cases} n = 3 \\ m = 0 \end{cases}$

$\Rightarrow sp^2$

$\Rightarrow$ triangulaire

liaison σ = 3

π = 1

$|\bar{O}^{\ominus} - C = \bar{O}$, $^{\ominus}|\bar{O}| - C$

* $NO_2^{\ominus}$ (le nom Nitrite)

$X(N) < X(O)$ $\Rightarrow (-)$ et sur le O

$N\ (Z=7) = 1s^2 2s^2 2p^3$

e⁻ de CV 5

σ 2

π −1

$6 \div 2 = 3 = m+n$ $\begin{cases} n = 2 \\ m = 1 \end{cases}$

$\Rightarrow AX_2E_1 \rightarrow$ forme en V

$\Rightarrow sp^2$

$\Rightarrow$ triangulaire

σ = 2

π = 1

$\bar{O} = \bar{N}|$, $|\bar{O}|^{\ominus}$

* NH_3 AX_3E_1 Pyramide trigonale

* $NH_4^{\oplus}$ (le nom Ammonium)

e⁻ CV : 5

σ −3

$8 \div 2 = 4 = m+n$ $\begin{cases} m = 0 \\ n = 4 \end{cases}$

$\Rightarrow AX_4$

$\Rightarrow sp^3$

$\Rightarrow$ tétraédrique

σ = 3

liaison dative = 1

$H_3N| \rightarrow H^{\oplus} \equiv NH_4^{\oplus}$

* PCl_5 (le nom pentachlorure de phosphore)

$P\ (Z=15)$

e CV 5

σ 5

$10 \div 2 = 5 = m+n$ $\begin{cases} m = 0 \\ n = 5 \end{cases}$

$\Rightarrow AX_5$

$\Rightarrow sp^3d$

$\Rightarrow$ bipyramide à base triangulaire

σ = 5

$|\bar{Cl}|$, $|\bar{Cl} - P <$ $\bar{Cl}|$, $\bar{Cl}|$

NH_3 sp^3 AX_3E_1.

existence d'un doublet libre (le doublet libre prend grand espace)

CH_4 sp^3

aucun doublet libre

H_2O; sp^3

existe 2 doublet libre

H_2O : 105° (car de les doublets libre)
NH_3 : 107°
CH_4 : 109,28°

Exercice IV NO_2 (dioxyde d'azote)

1) ⟨O = N = O⟩ existe un e^- célibataire
⟨O = N = O⟩ il s'agit un Dimérisation de NO_2

2) a/ * $NO_2^{\ominus}$
$X(O) > X(N)$ ⇒ le (−) sur (O)

e^-_{cv} 5
σ 2
π −1
$6 \div 2 = 3 = m + n$ $\begin{cases} n = 2 \\ m = 1 \end{cases}$

AX_2E_1 sp^2 ~~triangulaire~~ en V

⟨O = N|
|O|⊖

* $NO_2^{\oplus}$ $X(N) < X(O)$ ⇒ le (+) sur le (N)

e^-_{cv} 5
σ 2
π −2
(+) −1

$\frac{4}{2} = 2 = m + n$ $\begin{cases} m = 0 \\ n = 2 \end{cases}$

AX_2 sp ~~tetraédrique~~ linéaire

⟨O = N⊕ = O⟩

UNIVERSITE CHOUAÏB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL JADIDA

ANNEE UNIVERSITAIRE 2012-2013

Examen de Chimie générale 1
"*LIAISONS CHIMIQUES*" SMPC1 (1h30)

Données : $_1H$, $_8O$, $_6C$, $_{15}P$, $_7N$, $_{17}Cl$

Exercice I

Le composé LiI (Li : lithium ; I : Iode) cristallise dans un système cubique de type NaCl.

1- Définir l'énergie réticulaire, et donner son expression selon BORN-LANDE en fonction de la constante de Madelung dans le cas du solide **LiI**.
2- Etablir le cycle de **Born-Haber** qui permet de déterminer l'énergie réticulaire du solide LiI, puis écrire son expression en fonction des autres formes d'énergies.

Exercice II

1- Donner la structure de Lewis des composés suivants :

$\underline{C}Cl_4$, $\underline{C}O_2$, $H\underline{C}P$, $\underline{C}O_3^{2-}$, $O\underline{C}(OH)_2$

2- Préciser en justifiant vos réponses, la nature de chacune des liaisons dans ces cinq composés.

L'atome central étant souligné.

Exercice III

Partie 1

1- Représenter le diagramme d'énergie de la molécule CN.
2- Ecrire les expressions des orbitales moléculaires liante σ_s et anti liante σ_s^*.
3- Commenter la contribution des différentes O.A dans la formation de σs et σs^*.
4- Donner la configuration électronique de la molécule CN ainsi que l'indice de liaison.
5- En déduire la configuration électronique des ions CN^- et CN^+.
6- Comparer les édifices suivants : CN, CN^- et CN^+ selon leur stabilité, le comportement dans un champ magnétique et la longueur de la liaison C-N.

Partie 2

On considère les molécules suivantes :

OCH-OH NC-CH=CH_2 Cl-CH=CH_2

1- Indiquer pour chaque molécule, le nombre de liaisons π, le nombre de liaisons σ et le nombre de paires libres.
2- Donner le type d'hybridation de chacun des atomes $_6C$, $_7N$ et $_8O$.
3- Pour la molécule OCH-OH :
   a- Représenter, son aspect spatial correspondant à la formation des OM (σ) et (π).
   b- Prévoir la forme de la molécule on se basant sur la théorie de Gillespie.
   c- Indiquer une valeur approximative des différents angles autour de l'atome du carbone.

"EXAM DE CHIMIE"
"LIAISON"
2012/2013



Exercice 1

cours

Exercice II structure de lewis

* $\underline{C}Cl_4$

$C\ (Z=6)\ 1s^2 2s^2 2p^2$ [↑↓] [↑|↑|] C^* [↑] [↑|↑|↑]

$Cl\ (Z=17)\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

Cl [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

Cl [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

Cl [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

liaison σ

* $\underline{C}O_2$

C^* [↑] [↑|↑|↑]

$O\ (Z=8)\ 1s^2 2s^2 2p^4$ [↑↓] [↑↓|↑|↑]

[↑↓] [↑↓|↑|↑]

liaison σ

O = C = O

liaison π

* $H\underline{C}P$

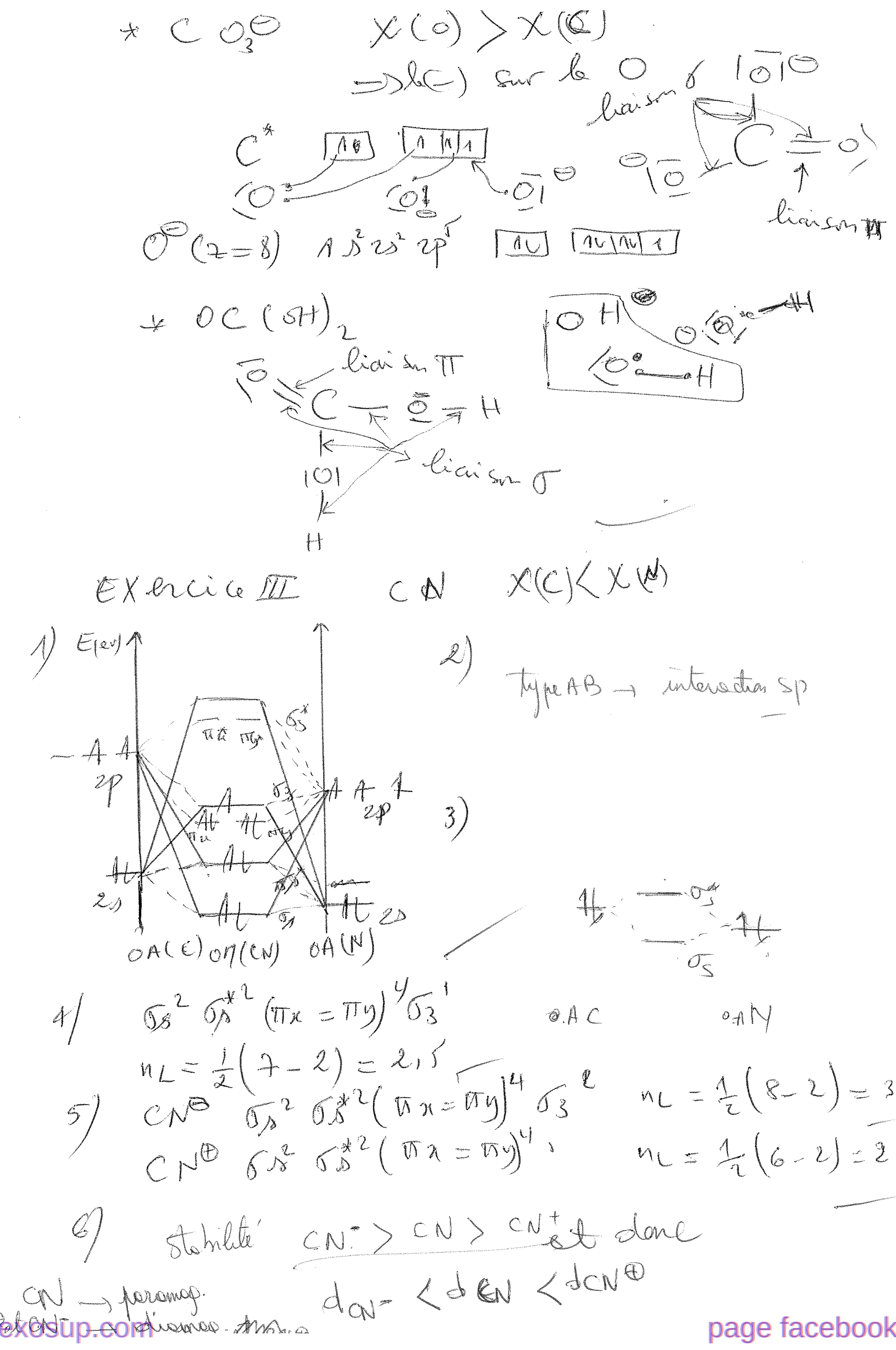
C^* [↑] [↑|↑|↑]

$P\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ [↑↓] [↑|↑|↑]

H $1s^1$ [↑]

liaison π — liaison σ

P ≡ C — H



* $CO_3^{\ominus}$ $\chi(O) > \chi(C)$
→ $b(-)$ sur le O
liaison σ
liaison π
C^*
$O^{\ominus}$ (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^5$
* $OC(OH)_2$
liaison π
liaison σ
Exercice III CN $\chi(C) < \chi(N)$
1) E(eV)
2p
2s
OA(C) OM(CN) OA(N)
2) Type AB → interaction sp
3)
σ_s^*
σ_s
O.A C
O.A N
4/ $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi x = \pi y)^4 \sigma_3^1$
$n_L = \frac{1}{2}(7-2) = 2,5$
5) $CN^{\ominus}$ $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi x = \pi y)^4 \sigma_3^2$ $n_L = \frac{1}{2}(8-2) = 3$
$CN^{\oplus}$ $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi x = \pi y)^4$ $n_L = \frac{1}{2}(6-2) = 2$
6) stabilité $CN^- > CN > CN^+$ et donc
$d_{CN^-} < d_{CN} < d_{CN^{\oplus}}$
CN → paramag.

partie 2 1/2)

$\overline{O}=C(-H)-\overline{O}-H$ (C : sp^2, O : sp^2, O : sp^3)

liaison π = 1
liaison σ = 4
les doublets libre = 4

$|N\equiv C-C(H)=CH_2$ (N : sp, C : sp, C : sp^2, C : sp^2)

3 liaisons π
6 liaison σ
1 doublet libre

$|\overline{Cl}-C(H)=CH_2$ (C : sp^2, C : sp^2)

C : sp^2

liaison π = 1
liaison σ = 5
doublets libre = 3

3) Pour $\overline{O}=C(H)-\overline{O}-H$

a)

H, 1s, 2px, π, 2px, 1s, sp^2, sp^2, sp, sp^2, sp^2, 1s, H, 3pz

B) C : hybride sp^2 ⟹ ~~triangl~~ triangulaire

ev	4	
σ	3	$\frac{6}{2}=3$ ⟹ sp^2
π	-1	

c)

O=C(H)-O-H : 128°

Cl-C(H)=CH₂ : α, β, γ

<120° car presence de chlore électronégatif

α > 120°
β > 120°
γ > 120
< 120° (existence de la double liaison)

> 120° (double liaison)

> 120°

<120

<120° presence de la double liaison

N≡C : 180°

> 120°

<120° ⟵ H-C=O, O : 109°28

moins double liaison

Examen de Chimie générale 1 : "Liaison Chimique"

Filière : SMPC1

Durée : 1h30

Exercice I

1. Donner les définitions de bande de valence et bande de conduction.
2. A l'aide de la théorie des bandes expliquer le comportement électrique des différents types de solides : conducteurs, isolants et semi-conducteurs.

Exercice II

Partie 1

1- Donner la structure électronique du chlore et préciser sa place dans la classification périodique (période et groupe).

2- Donner, en justifiant vos réponses, la représentation de Lewis ainsi que la nature de chacune des liaisons dans les composés suivants : **Cl_2, NaCl, HCl, ClOH, $(ClO_4)^-$**.

N.B. L'atome central est souligné.

3- En utilisant la théorie de Gillespie, établir la géométrie de l'ion **$(ClO_4)^-$** et préciser l'état d'hybridation du chlore dans cet ion.

4- Pour la molécule **Cl_2**, donner :

- a- Son diagramme énergétique des orbitales moléculaires des électrons de valence.
- b- Sa configuration électronique moléculaire.
- c- Calculer son ordre de liaison.
- d- Préciser son comportement magnétique.
- e- L'ion $(Cl_2)^+$ est-il plus stable ou moins stable que la molécule neutre **Cl_2** ? Justifier votre réponse.

Partie 2 : *Molécule ClF_3*

1- Déterminer par la méthode V.S.E.P.R. la géométrie de la molécule **ClF_3**.

2- Préciser la nature de la liaison **Cl-F** et l'état d'hybridation de l'atome de chlore.

3- Pour **Cl**, donner l'expression des fonctions d'onde hybrides en fonction de celles des orbitales atomiques pures. (Sans faire le calcul des coefficients).

4- Expliquer pourquoi cette molécule possède un moment dipolaire.

5- La charge partielle portée par l'atome de chlore dans la molécule **ClF_3** est de $\delta = +0{,}12$ (exprimée en unité de charge atomique)

- a- Déterminer la charge partielle portée par chacun des atomes de fluor.
- b- Calculer le moment dipolaire d'une liaison **Cl-F**, sachant que la longueur de la liaison est de 1,60Å.

Données :	$_1$H	$_8$O	$_9$F	$_{11}$Na	$_{17}$Cl	$e = 1.6.10^{-19}$C

****

"Liaison chimie"
2011_2012

Exercice 1
Voir le cours

Exercice 2 partie 1

1) $_{17}Cl$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
{ 17ème colonne
{ 3ème période

2) représentation de Lewis

* Cl_2 — $Cl(Z=17)$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
$Cl(Z=17)$ $|\overline{Cl}\cdot$
$|\overline{Cl} \overset{\sigma}{-} \overline{Cl}|$

* NaCl — $Cl(Z=17)$ $|\overline{Cl}\cdot$
$Na(Z=11)$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (3s, $3p^0$)
$Na \overset{\sigma}{-} \overline{Cl}|$

* HCl — $Cl(Z=17)$ $|\overline{Cl}\cdot$
$H(Z=1)$ $1s^1$
$H \overset{\sigma}{-} \overline{Cl}|$

* ClOH — $O(Z=8)$ $1s^2 2s^2 2p^4$ $(|\overline{O}\cdot)$
$H\cdot$
$|\overline{Cl}\cdot$
$|\overline{Cl} - \overline{O} - H$

* $(ClO_4)^-$ — $\chi(O) > \chi(Cl)$ le $(-)$ sur O
$Cl(Z=17)$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → (état excité)
$|\overline{O}:$
$|\overline{O}:$
$|\overline{O}:$
$O^-(Z=8)$ $1s^2 2s^2 2p^5$ $\ominus$ $|\overline{O}|$

$$\langle O \overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}} Cl \overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}} O \rangle$$

$|O|^{\ominus}$ (σ)

3) $(ClO_4)^-$

nbr e^- v (Cl) 7 / 4 / −3 = 8 ÷ 2 = 4 ~~sp~~^{3}

Chlore est hybridé sp^3d^3

AX_4 ⇒ <u>tetraédrique</u>

4) a) Cl_2

E(eV) — E

4 ↿⇂ ↿⇂ (3p) — σ_3^*, π_x^* π_y^*, σ_3, π_x π_y — ↿⇂ ↿⇂ 4 (3p)

↿⇂ (3s) — σ_s^*, σ_s — ↿⇂ (3s)

OA(Cl) OM(Cl_2) OA(Cl)

b) $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi_x = \pi_y)^4 \sigma_3^2 (\pi_x^* = \pi_y^*)^4$

c) $nL = \frac{1}{2}(8-6) = 1$

d) Diamagnétique

e) Cl_2^+ $nL = 1{,}5$

$nL(Cl_2)^+ > nL(Cl_2)$. Cl_2^+ est plus stable que Cl_2

<u>Partie 2</u> <u>ClF_3</u>

1) ev de Cl 7, σ 3, 10 ÷ 2 = 5 = m+n $\begin{cases} n = 3 \\ m = 2 \end{cases}$ AX_3E_2

sp^3d ⇒ Bipyramide à base triangulaire

forme en T $|\overline{F} - \overline{Cl} - \overline{F}|$